

PROPRIEDADES COLIGATIVAS INTRODUÇÃO E TONOSCOPIA

Propriedades Coligativas

Se considerarmos dois recipientes: um contendo água pura e outro contendo uma solução aquosa de cloreto de sódio, e comparando essa solução com água pura, nas mesmas condições de temperatura e pressão, observa-se que:

- A solução evapora mais dificilmente, isto é, menos volátil que a água pura.
- A solução possui ponto de ebulição maior do que o da água pura.
- A solução possui ponto de congelamento menor do que o da água pura.

Percebe-se facilmente que a adição de um soluto não-volátil provoca alterações nas propriedades físicas do solvente.

Tais mudanças denominadas propriedades coligativas, caracterizam-se pelo fato de não dependerem da natureza do soluto, mas de sua concentração.

Assim:

Propriedades coligativas das soluções são propriedades que dependem apenas do número de partículas dispersas na solução, independentemente da natureza dessas partículas.

As principais propriedades coligativas que analisaremos são:

- Diminuição da pressão máxima de vapor do solvente na solução - tonometria
- Aumento do ponto de ebulição do solvente na solução - ebuliometria
- Diminuição do ponto de congelamento do solvente na solução - criometria
- Pressão osmótica da solução - osmometria.

Tonoscopia

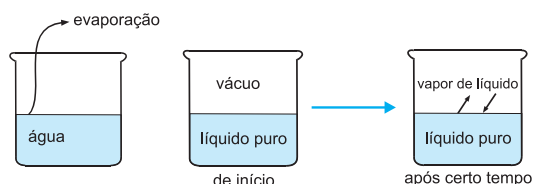
Definição

TONOSCOPIA é o estudo do abaixamento da pressão máxima de vapor de um líquido, que é ocasionado pela dissolução de um soluto não volátil.

Pressão Máxima de Vapor de um Líquido

Quando temos um líquido, por exemplo água, num recipiente aberto, o líquido vai evaporando continuamente e após certo tempo o recipiente estará seco.

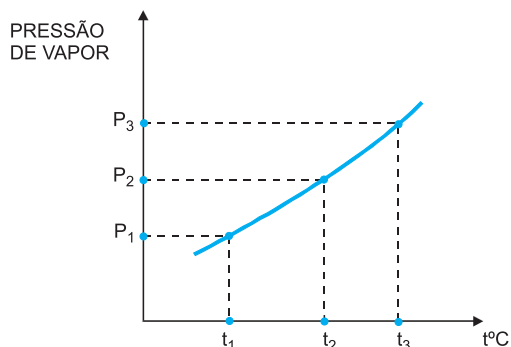
Vamos imaginar agora, que o líquido puro fosse colocado num recipiente fechado, onde inicialmente existisse vácuo:



De início o líquido evapora rapidamente, depois evapora cada vez mais devagar e, após certo tempo, o líquido “para”, (ao menos aparentemente) de evaporar, porque a velocidade de evaporação do líquido torna-se igual a velocidade de condensação dos vapores do líquido; em outras palavras foi atingido um equilíbrio (dinâmico) entre o líquido e seus vapores. Nesta situação dizemos que os vapores são **VAPORES SATURADOS OU SATURANTES** e que foi atingida a **PRESSÃO OU TENSÃO MÁXIMA DE VAPOR DO LÍQUIDO**.

A pressão máxima de vapor depende:

- Da natureza do líquido:** líquidos mais voláteis como álcool, éter etc., evaporam-se mais intensamente dando maior pressão máxima de vapor.
- Da temperatura:** aumentando a temperatura, qualquer líquido irá evaporar mais intensamente, dando também maior pressão de vapor; construindo o gráfico da variação da pressão máxima de vapor de um líquido em função da temperatura teremos o aspecto típico dado na figura abaixo:



PRESSÃO DE VAPOR X VOLATILIDADE

↑ P.V. ↑ Volatilidade ↓ P.E.

02. A fórmula anterior, numa solução bastante diluída, pode ser reescrita:

03. K_T chama-se constante tonoscópica molal do solvente corresponde ao $\Delta p/p_0$ verificado numa solução _____ e está relacionado ao mol do solvente pela fórmula:

04. A pressão de vapor de um líquido puro e molecular depende:

- Apenas da estrutura de suas moléculas;
- Apenas da massa específica do líquido;
- Apenas da temperatura do líquido;
- Da estrutura de suas moléculas e da temperatura do líquido
- Da estrutura do líquido e do volume ocupado pelo vapor.

05. A pressão máxima de vapor d'água pura, a 20°C, é 17,54 mmHg. Dissolvendo-se 36g de glicose (massa molecular = 180 g) em 500 g de água, quais serão, respectivamente, os abaixamentos absolutos relativo da pressão máxima de vapor da solução?

06. Qual o abaixamento relativo da pressão máxima de vapor numa solução aquosa milimolar de um soluto não-volátil e não-iônico?

Exercícios Obrigatórios

01. Complete corretamente as frases:

- Tonometria é o estudo do abaixamento da _____ de um líquido, que é ocasionado pela dissolução de um soluto não volátil.
- Quanto maior for a pressão de vapor de um líquido menor será o seu _____.
- Numa solução diluída de um soluto qualquer, porém não-volátil e não-iônico, o abaixamento relativo da pressão máxima de vapor é igual à _____.

02. Responda:

- O que é a ebuliometria?
- O que é a crioscopia?
- O que é a osmometria?

03. O que é a pressão de vapor de um líquido?

04. Qual a pressão máxima de vapor, a 100°C, de uma solução de 1,71 gramas de sacarose (massa molecular = 342) em 100 gramas de água? Observação: lembramos que, a 100°C, a pressão máxima de vapor da água pura é 1 atm ou 760 mmHg.

05. Dois gramas de um soluto não-volátil e não-iônico, dissolvidas em 180 gramas de água, fazem a pressão máxima de vapor da água cair de 23,760 para 23,681 mmHg. Qual a massa molecular do soluto?

Exercícios de Aula

01. Complete corretamente as frases:

- a) Um líquido puro ferve quando a pressão máxima de seus vapores igualar a _____ exterior.
- b) Dissolvendo um soluto não-volátil, num líquido qualquer, ele emitirá menos vapores e conseqüentemente sua pressão máxima de vapor irá _____ .
- c) A Lei de Raoult diz que, numa solução diluída, de soluto e não volátil e não iônico, a elevação da temperatura de ebulição é diretamente proporcional à _____ da solução; matematicamente escrevemos:

ou

- d) K_e chama-se constante ebulioscópica molal do solvente, corresponde ao Δt_e verificado numa solução _____ e pode ser calculado pela fórmula:

02. Aquecendo água pura, num recipiente aberto e num local onde a pressão ambiente é 700 mmHg, a temperatura de ebulição da água:

- a) Será igual a 100°C.
 b) Será superior a 100°C.
 c) Será inferior a 100°C.
 d) Irá depender da rapidez do aquecimento.
 e) Será atingida quando a pressão máxima de vapor da água for 760 mmHg.

03. Qual a elevação da temperatura de ebulição provocada pela dissolução de 1,71 gramas de açúcar comum (massa molecular = 342) em 100 gramas de água, sabendo que a constante ebuliométrica molal da água é igual a 0,52° C?

Exercícios Obrigatórios

01. Defina ebuliometria.
02. Dar o enunciado da Lei de Raoult para a ebuliometria.
03. Dar o significado da constante ebulioscópica molal do solvente.
04. Quando que um líquido entra em ebulição?
05. Qual a temperatura de ebulição, sob pressão normal, de uma solução de 4,7 g de fenol (C_6H_6O) em 500 gramas de álcool comum? Dados: massas atômicas: H = 1; C = 12; O = 16 constante ebuliométrica molal do álcool = 1,22° C temperatura de ebulição do álcool puro, sob pressão normal = 78,52° C.

Determinação da Massa Molecular do Solutivo

Pela fórmula $\Delta t_c = K_c \frac{1000m_1}{m_2(M_1)}$ podemos calcular

o valor do mol do soluto (M_1). Este é o chamado método criométrico de determinação de massas moleculares.

Este método é muito usado, pois é mais preciso que os correspondentes métodos tonométrico e ebuliométrico. Isto ocorre porque o efeito criométrico (Δt_c) é mais intenso, e portanto de medida mais precisa, que os correspondentes

efeitos tonométrico ($\frac{\Delta p}{p_0}$) e ebuliométrico (Δt_e).

Conclusões

Comparando as Leis e fórmulas da tonometria, da ebuliometria e da criometria notamos uma grande semelhança:

- na tonometria: $\frac{\Delta p}{p_0} = K_t M \ell$
- na ebuliometria: $\Delta t_e = K_e M \ell$
- na criometria: $\Delta t_c = K_c M \ell$

Deste modo, podemos chamar $\frac{\Delta p}{p_0}$, Δt_e , Δt_c , genericamente de EFEITOS COLIGATIVOS, e representando-os por e teremos uma única fórmula:

$$e = k M \ell$$

Quanto às constantes, já vimos que:

- na tonometria: $K_t = \frac{M_2}{1000}$ onde M_2 = mol do solvente
- na ebuliometria: $K_e = \frac{RT^2}{1000L_v}$
- na criometria: $K_c = \frac{RT^2}{1000L_f}$

Vejam que estas duas últimas são análogas, bastando trocar:

T = temperatura absoluta de ebulição por congelamento e vice-versa

L = calor latente de vaporização por fusão e vice-versa

Por fim é bom lembrar que essas Leis e fórmulas só valem para soluções diluídas, também denominadas SOLUÇÕES IDEAIS, onde as partículas do soluto não chegam a interferir uma sobre as outras.

Exercícios de Aula

01. Complete corretamente as frases:

- Crioscopia ou criometria estudam o abaixamento da _____ de um líquido, que é provocado pela adição de uma substância qualquer.
- Dissolvendo um soluto num líquido qualquer, ele terá muita dificuldade em congelar, exigindo para tanto uma temperatura mais _____; $\Delta t_c = t_0 - t$ chama-se _____; t_0 representa a _____; t representa a _____.
- A Lei de Raoult diz que, numa solução diluída de um soluto qualquer, não iônico, o aproximamento da temperatura de congelação é diretamente proporcional à _____ da solução; matematicamente escrevemos:

$$\boxed{} \text{ ou } \boxed{}$$

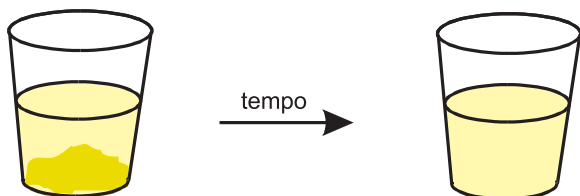
02. Em países frios, se deixamos um automóvel parado ao relento, durante uma noite de inverno, a água do radiador poderá solidificar, arrebentando o próprio radiador ou outras partes do sistema de arrefecimento. Para evitar que isto aconteça, costuma-se adicionar etileno-glicol ($\text{CH}_2\text{OH} - \text{CH}_2\text{OH}$) à água do radiador. Calcular a massa de etileno-glicol que deve ser adicionada, por quilo de água, para que ela só comece a solidificar a 10°C abaixo de zero. Dados: constante criométrica molal de água = $1,86^\circ \text{C}$ massas atômicas: $\text{H} = 1$; $\text{C} = 12$

03. Uma solução aquosa 2 molal de soluto molecular deve congelar a: ($K_C = 1,86^\circ \text{C}$).

- $-3,72^\circ \text{C}$
- $+3,72^\circ \text{C}$
- $-1,86^\circ \text{C}$
- $+1,86^\circ \text{C}$
- 0°C

OSMOSCOPIA

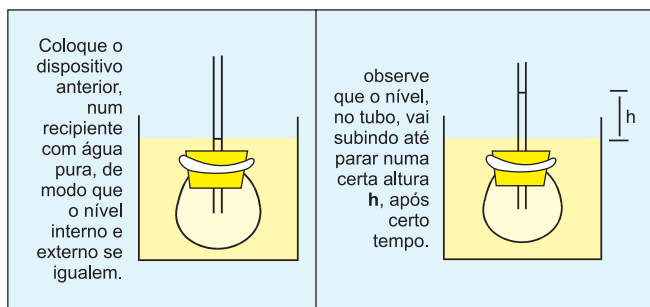
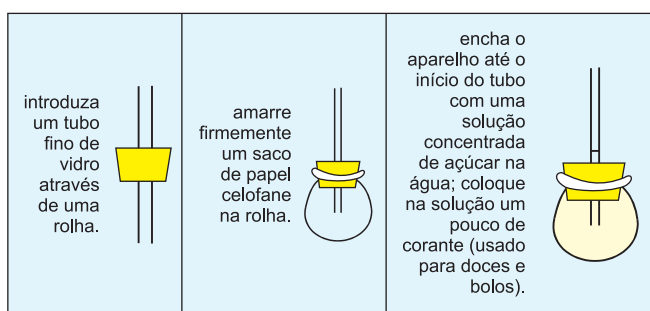
Conceitos Fundamentais



Colocando um pouco de açúcar, num copo com água, verificamos que, de início, o açúcar vai para o fundo; no entanto, com o passar do tempo, mesmo que a água não sofra agitação, notaremos que o açúcar se dissolve e se “esparrama” uniformemente por toda a solução. A este movimento espontâneo do açúcar dissolvendo-se e distribuindo-se por toda a solução, dá-se o nome de DIFUSÃO.

Analogamente, na experiência anterior, o açúcar se difunde através da água, até sua concentração se tornar igual e uniforme, em todos os pontos da solução.

Vamos supor agora, a existência de uma película ou membrana que impeça a passagem do açúcar, mas não impeça a passagem da água - ela é chamada MEMBRANA SEMI-PERMEÁVEL. O que acontecerá, se esta membrana tentar barrar a difusão do açúcar pela água? Muito simples, “já que o açúcar não pode ir a procura da água”, será a “água que irá a procura do açúcar”, numa espécie do fenômeno de “ação e reação”. Uma verificação rudimentar deste fato pode ser feita da seguinte maneira:



O que aconteceu nesta experiência? O papel celofane impediu a difusão do açúcar pela água; então, ocorreu o movimento contrário, isto é, a água atravessou o celofane, entrando na solução e determinando a subida do nível no tubo de vidro. Este movimento da água chama-se OSMOSE. A pressão que impele a água chama-se PRESSÃO OSMÓTICA. E o aparelho, embora rudimentar, é um OSMÔMETRO.

Definições

- **Difusão** é o movimento espontâneo de mistura entre partículas de substâncias diferentes, dando origem a uma solução.
- **Membrana semi-permeável ideal** é a que permite a passagem do solvente e impede a passagem do soluto. É impossível ter-se uma membrana semi-permeável perfeita; quase todas acabam deixando passar as moléculas e íons menores, segurando apenas os solutos formados de partículas maiores.
- **Osmose** é a passagem do solvente através de uma membrana semi-permeável.
- **Pressão osmótica** é a pressão que devemos exercer sobre a solução, para impedir sua diluição, pela passagem do solvente puro, através de uma membrana semi-permeável.

LEIS E FÓRMULAS

As leis da osmometria foram determinadas experimentalmente por Van't Hoff. Este cientista comprovou que, em soluções diluídas, de solutos não-iônicos:

1ª Lei

Em temperatura constante, a pressão osmótica é diretamente proporcional à molaridade da solução.

$$P = k n \text{ ou } P = k \frac{n_1}{V}$$

Em particular, para um número fixo (n_1) de moles do soluto, “a pressão osmótica será inversamente proporcional ao volume da solução”.

2ª Lei

Em molaridade constante, a pressão osmótica é diretamente proporcional à temperatura absoluta da solução.

$$P = k' T$$

- d) Pressão osmótica é medida num aparelho denominado _____ e é definida como sendo a pressão que deve ser exercida sobre a solução _____ para impedir sua _____, pela entrada de solvente através da _____.
- e) O estudo da pressão osmótica chama-se _____ e sua medida _____.

02. A pressão osmótica de uma solução:

- a) Não depende da temperatura.
 b) Não depende da natureza e da massa do soluto.
 c) Cresce com o aumento da concentração da solução.
 d) É inversamente proporcional à molaridade da solução.
 e) Diminui com o aumento da temperatura

03. A pressão osmótica de uma solução que apresenta 18g de glicose em 500 mL de água, a 27° C, é:
 (Dado: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L/K, mol}$)

- a) 9,84 atm
 b) 30,70 atm
 c) 3.2.46.atm
 d) 15,35 atm
 e) 4,92 atm

04. Uma substância no estado gasoso, encerrada num recipiente de 4 litros exerce uma pressão de 600 mmHg, a 127°C. Qual a pressão osmótica, a 27°C, se toda essa substância for dissolvida em 1 litro de solução, suposta não-iônica?

Exercícios Obrigatórios

01. O que é difusão?
02. O que é uma membrana semi-permeável?
03. O que é osmose?
04. O que é pressão osmótica de uma solução?
05. Uma solução contendo 2 gramas de oxihemoglobina (uma proteína do sangue) por litro, apresenta pressão osmótica igual a 0,56 mmHg a 27° C. Qual a massa molecular da oxihemoglobina?
06. Uma solução contendo 9 gramas de glicose ($M = 180 \text{ g}$) em 200 ml de solução é isotônica de uma solução aquosa de uréia ($M = 60\text{g}$). Qual a concentração da solução de uréia?

Propriedades Coligativas nas Soluções Iônicas

Conforme definimos no início das propriedades coligativas, elas dependem apenas do número de partículas de soluto dispersas e não da natureza das mesmas.

Todas as grandezas que vimos até agora, só tem valor para soluções moleculares. Já no final do século passado alguns cientistas haviam percebido que qualquer efeito coligativo numa solução iônica é mais acentuado que numa solução molecular de mesma concentração.

Exemplo

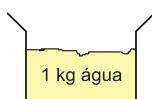
Solução 0,1 molal de NaCl congela a:
- 0,372°C

Solução 0,1 molal de açúcar congela a:
- 0,186°

Encontramos a explicação para este fato comparando as duas soluções abaixo:

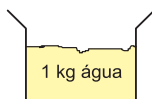
dissolvendo 0,1 mol de açúcar temos:

$6,02 \times 10^{22}$ moléculas
 $C_{12}H_{22}O_{11}$



dissolvendo 0,1 mol de sal, e supondo a dissociação total em Na^+ e Cl^- temos:

$6,02 \times 10^{22}$ íons Na^+
 $6,02 \times 10^{22}$ íons Cl^-



$12,04 \times 10^{22}$ íons totais

Veja que o número de partículas na segunda solução ($12,04 \times 10^{22}$) é o dobro que na primeira ($6,02 \times 10^{22}$). Ora, considerando que as propriedades coligativas dependem apenas do número de partículas em solução, e não da natureza das partículas, é evidente que os efeitos coligativos na segunda solução serão dobrados; é de fato o que a experiência nos revela.

Por esta razão, Van't Hoff propôs a criação de um **fator de correção "i"**, que chama-se:

Fator de Van't Hoff

$$i = 1 + \alpha (q - 1)$$

Onde:

α = grau de ionização ou dissociação

q = número de íons produzidos por fórmulas do soluto

Logo, o fator de Van't Hoff (i) é o número que mostra quantas vezes o efeito coligativo iônico é maior que o molecular, para soluções de mesma molalidade.

Variação do Fator de Van't Hoff

a) quando $a = 0 \rightarrow$ solução molecular.

$$i = 1$$

b) quando $a = 1 \rightarrow$ solução totalmente

ionizada ou dissociada

$$\rightarrow i = q$$

logo $1 \leq i \leq q$

Fórmulas para as Propriedades Coligativas de Soluções Iônicas

Para calcular o efeito coligativo de uma solução iônica, basta tomar a expressão correspondente ao efeito molecular e multiplicar pelo fato de Van't Hoff (i).

Vejamos:

O que equivale a alterar as fórmulas vistas anteriormente para:

- na tonometria: $\frac{\Delta p}{p_0} = K_t M \ell \cdot i$

- na ebuliometria: $\Delta t_e = K_e M \ell \cdot i$

- na criometria: $\Delta t_c = K_c M \ell \cdot i$

- na osmometria: $PV = n_1 RT i$ ou $P = nRT i$

TERMOQUÍMICA

INTRODUÇÃO

Durante o século XIX foram estabelecidos dois grandes princípios das ciências naturais: o princípio da conservação da energia.

A energia, assim como a matéria, não pode ser criada do nada e nem pode ser destruída. Pode apenas ser transformada.

As reações químicas ocorrem sempre com liberação ou absorção de energia. É conveniente para a Química considerar sob forma de calor toda a energia liberada ou absorvida em uma reação.

Usualmente, a quantidade de calor liberada (ou absorvida) em uma reação química é expressa em **calorias** ou **quilocalorias**. Uma caloria (cal), também denominada pequena caloria, é igual à quantidade de calor necessária para elevar a temperatura de um grama de água de 14,5°C a 15,5°C sob pressão normal. A quilocaloria, também chamada grande caloria, equivale a 1.000 calorias.

Modernamente, de acordo com o Sistema Internacional de Unidades (SI), a quantidade de calor liberada (ou absorvida) em uma reação química, deve ser expressa em joule (J), ou em quilo-joule (kJ).

$$1 \text{ cal} = 4,1868 \text{ joules (J)}$$

$$1 \text{ joule} = 0,23885 \text{ calorias (cal)}$$

A finalidade da termoquímica é estudar os efeitos térmicos que envolvem as reações químicas.

Entalpia (H)

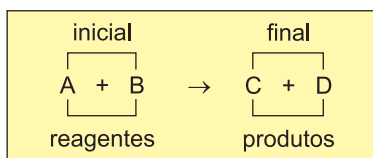
É o conteúdo calorífico de um sistema.

Variação de Entalpia (H)

Define-se pela relação:

$$\Delta H = H_{\text{final}} - H_{\text{inicial}}$$

Na reação abaixo:



temos que:

$$\Delta H = H_p - H_r$$

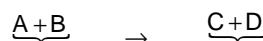
onde: $\begin{cases} H_p = \text{entalpia dos produtos} \\ H_r = \text{entalpia dos reagentes} \end{cases}$

Classificação das Reações Químicas sob o Aspecto Termoquímico

Reação Exotérmica

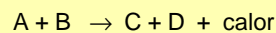
É aquela que se realiza com liberação de calor.

Ocorre quando a entalpia dos produtos é menor que a entalpia dos reagentes; a quantidade de calor libertada, representa a variação de entalpia.

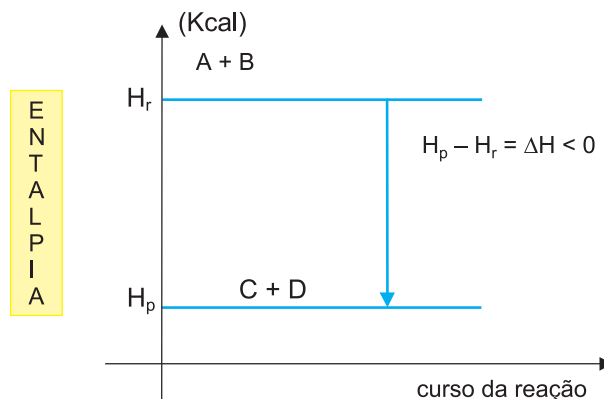


$$\text{Entalpia} = H_r \qquad \text{Entalpia} = H_p$$

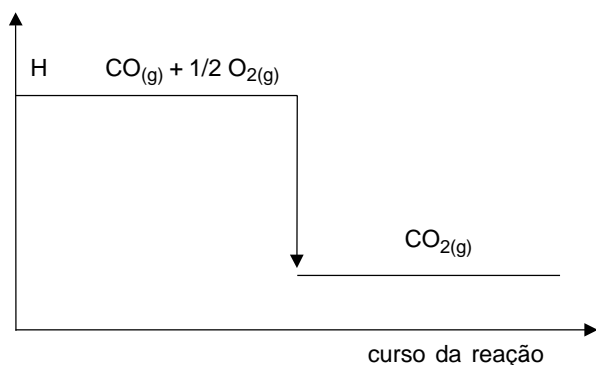
$$H_p < H_r \rightarrow H_p - H_r = \Delta H < 0$$



Quantidade de calor libertado = $|\Delta H|$



02. Considere o gráfico abaixo:



Complete:

a) Escreva a equação da reação destacada no gráfico

b) Apresentam maior energia:

() reagentes

() produtos

c) A variação de entalpia:

() $\Delta H < 0$

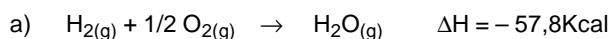
() $\Delta H > 0$

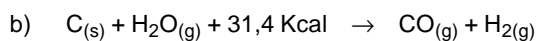
d) A reação é:

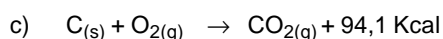
() Endotérmica

() Exotérmica

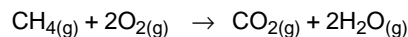
03. Escreva as equações abaixo sob duas formas diferentes:







04. Faça um gráfico que represente a equação termoquímica abaixo:



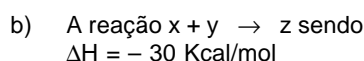
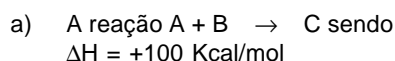
$$\Delta H = -212 \text{ kcal/mol}$$

Exercícios Obrigatórios

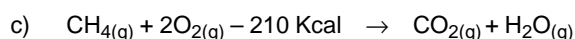
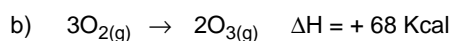
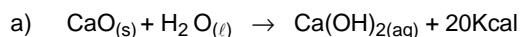
01. Responda:

- Defina caloria.
- O que é entalpia?
- O que é variação de entalpia.
- Diferenciar reação endotérmica e reação exotérmica.

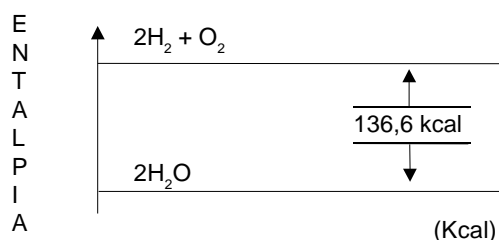
02. Represente graficamente:



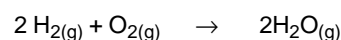
03. Escreva as equações abaixo sob duas formas diferentes.



Os exercícios de números 04 e 05 são relativos à informação fornecida pelo gráfico abaixo.



04. A transformação



é endotérmica? Por que?

05. Escreva a transformação ocorrida acima em duas formas distintas.

Falamos então em:

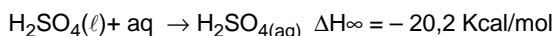
- **Entalpia (ou calor) de dissolução** de 1 mol de H_2SO_4 numa certa quantidade de água; por exemplo, em 2 mols de água:

$$\Delta H_1 = -9,8 \text{ Kcal}$$

- Entalpia (ou calor) de diluição de 1 mol de H_2SO_4 de uma quantidade para outra quantidade maior de água; por exemplo, de 4 para 8 mols de água:

$$\Delta H_2 = 15,1 - (-13,0) = -2,1 \text{ Kcal}$$

Por fim, notamos que mesmo aumentando infinitamente a quantidade de água de dissolução, a quantidade total de calor libertada tende para um certo limite. Esta quantidade máxima de calor, que é libertada pela dissolução de 1 mol de ácido sulfúrico, é denominada entalpia (ou calor) de diluição total ou infinita da substância e escreve-se:



Onde a abreviação aq indica meio aquoso.

Devemos salientar que, nas "reações em solução" admite-se sempre que os reagentes já estejam neste estado de "diluição total ou infinita".

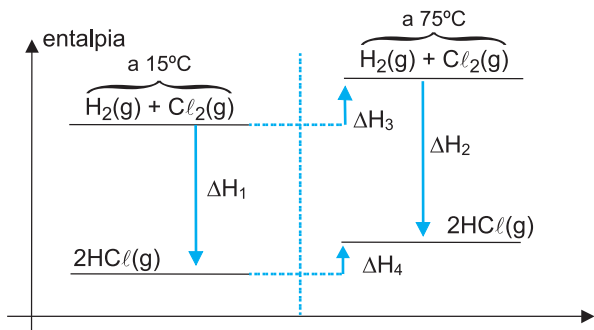
Por fim, é importante observar que esses calores de dissolução e diluição dependem muito da natureza do solvente usado.

Temperatura na qual se Efetua a Reação

Considere os seguintes exemplos:



ou graficamente:

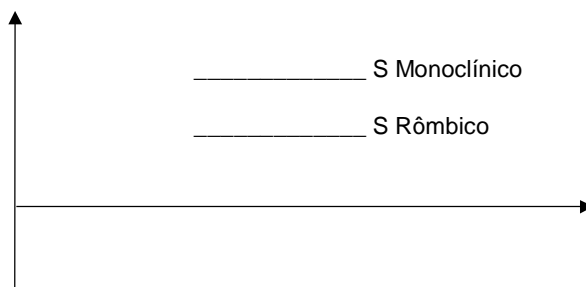


Exercícios de Aula

01. Complete os espaços:

- Mudando o estado físico de uma substância, sua entalpia decresce em ordem: _____ > _____ > _____.
- São fatores que influem na entalpia da reação, _____, _____, _____ e _____.
- A dissolução de um produto em água pode ser um processo _____ ou _____.
- A quantidade de calor liberada em uma dissolução atinge um certo máximo, este é chamado de _____ ou infinita.

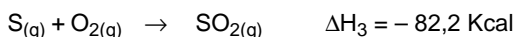
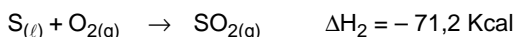
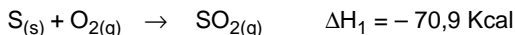
02. Considerar o gráfico abaixo.



Completar:

- S monoclinico e S rômbico são formas alotrópicas do elemento _____.
- Analisando o gráfico, observa-se que apresenta MENOR ENTALPIA a forma alotrópica enxofre rômbico logo, ela é a forma alotrópica _____.

03. As transformações abaixo mostram a influência do estado físico no valor de ΔH .

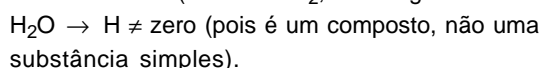
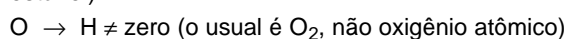
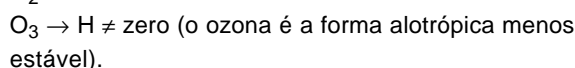
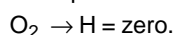
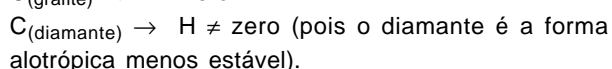
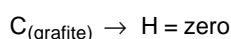


Estado Padrão

É impossível medir os valores absolutos das entalpias. Temos que nos contentar em escolher um ESTADO PADRÃO arbitrário, onde, por convenção, a entalpia tenha valor zero. Deste modo, admite-se que:

Uma substância simples, em sua forma alotrópica mais estável e no estado físico usual, a 25°C e 1 atm, tem entalpia (H) igual a zero.

Por exemplo, a 25° e 1 atm, temos:

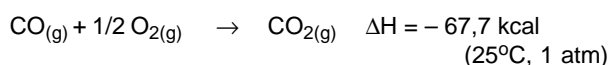
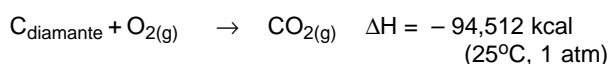


Entalpia de Formação ou Calor de Formação

Entalpia de uma substância ou entalpia de formação de uma substância é o ΔH de reação de formação de um mol dessa substância, a partir de seus elementos, sob forma das respectivas substâncias simples, de entalpia igual a zero.

O termo entalpia de formação é muitas vezes, inconvenientemente, utilizado para representar o ΔH da reação de formação de um mol de substância, em condições diferentes das que foram mencionadas na definição. Nesse caso, é necessário especificar as condições as quais se refere o valor do ΔH ; nesse caso, a entalpia de formação não pode ser chamada de entalpia da substância.

As equações termoquímicas abaixo:



nos dão as informações:

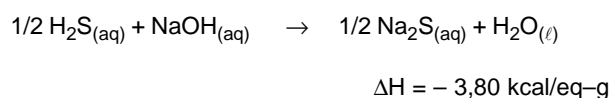
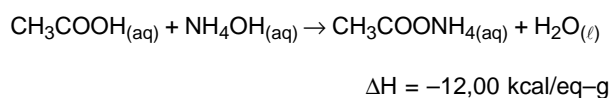
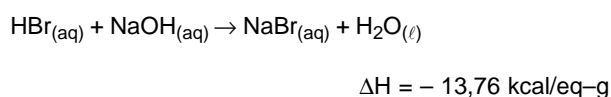
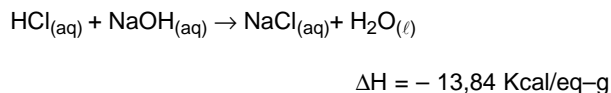
- entalpia de formação do $CO_{2(g)}$ = - 94,059 kcal/mol
- entalpia de formação do $CO_{2(g)}$ a partir de diamante = - 94,512 kcal/mol.
- entalpia de formação do $CO_{2(g)}$ a partir do $CO_{(g)}$ = - 67,7 kcal/mol.

A Entalpia de Formação pode ser também chamada calor de formação.

Entalpia (ou calor) de Neutralização

É a variação de entalpia (quantidade de calor libertada) verificada na neutralização de um equivalente-grama de um ácido por um equivalente-grama de uma base, supondo todas as substâncias em diluição total ou infinita, a 25°C e 1 atm.

A reação de neutralização é sempre exotérmica; conseqüentemente, ΔH é sempre negativo. Por exemplo:



É importante observar que, quando o ácido e a base são ambos fortes (como aconteceu nos dois primeiros exemplos), a entalpia de neutralização é constante e vale aproximadamente.

$$\Delta H = -13,8 \text{ kcal/eq-g}$$

Exercícios Obrigatórios

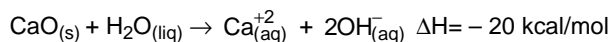
- d) O ΔH de dissolução do ácido clorídrico é $(- 18,0)$ kcal/mol

- e) O ΔH de neutralização entre HBr e NaOH é $(- 13,7)$ kcal/eq.

- f) O ΔH de neutralização entre CH_3COOH e NaOH é $(- 12,0)$ kcal/eq

02. Escreva a equação termoquímica que substitui a informação: entalpia de formação do $\text{H}_2\text{SO}_4(\ell)$ a partir de $\text{SO}_3(\text{s})$ e $\text{H}_2\text{O}(\ell)$ e $\Delta H = - 21,3$ kcal/mol.

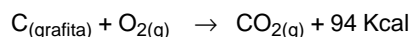
03. Dada a equação termoquímica:



se a quantidade de $\text{CaO}_{(\text{s})}$ utilizada for 0,04 mols, o calor libertado será:

- a) 20 kcal;
- b) 0,8 kcal
- c) 200 kcal;
- d) 0,4 kcal;
- e) 12 kcal.

04. A combustão do carbono é representada pela equação:



Nessa reação há produção de 1,0 litro de $\text{CO}_{2(\text{g})}$, medido nas CNTP, quando são liberadas aproximadamente:

- a) 2 kcal
- b) 4 kcal
- c) 6 kcal
- d) 8 kcal
- e) 10 kcal

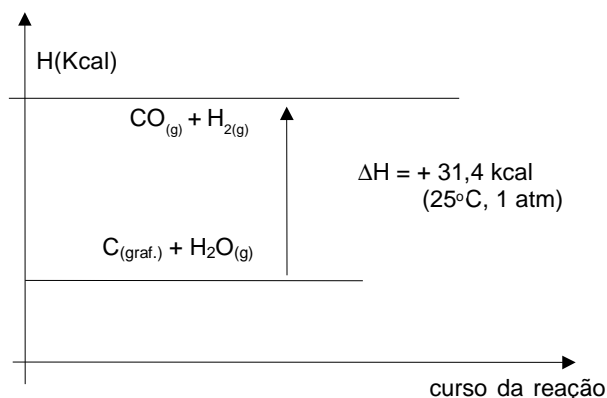
01. Responda:

- a) O que é estado padrão?
- b) O que é entalpia de formação?
- c) O que é calor de combustão?
- d) O que é calor de dissolução?
- e) O que é calor de neutralização?

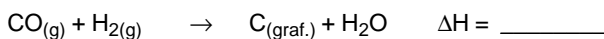
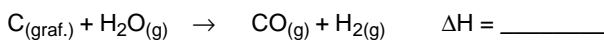
02. Nas questões abaixo, escreva a equação referente ao ΔH dado:

- a) O ΔH de formação do benzeno (C_6H_6) líquido é $(+12)$ kcal/mol.
- b) O ΔH de formação da água líquida é $(- 68,3)$ kcal/mol.
- c) O ΔH de neutralização entre HNO_3 e KOH é $(- 13,7)$ kcal/eq.
- d) O ΔH de dissolução do álcool comum é $(-3,35)$ kcal/mol.
- e) O ΔH de combustão do álcool comum ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$) é $(- 325)$ kcal/mol.
- f) O ΔH de combustão do hidrogênio, produzindo vapor de água, é $(- 57,8)$ kcal/mol.

03. Dado o gráfico abaixo:

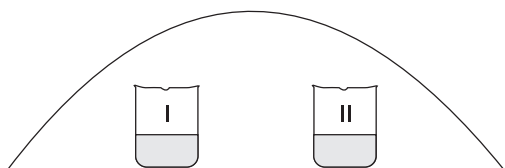


complete as equações termoquímicas com os valores de ΔH :



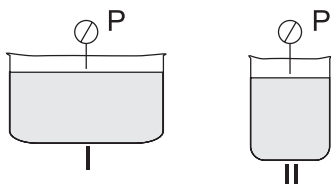
06. Sob uma campânula de vidro (veja figura) são colocados recipientes abertos contendo:

- I. solução aquosa 0,1 molar de $C_6H_{12}O_6$
- II. solução aquosa 0,1 molar de NaCl



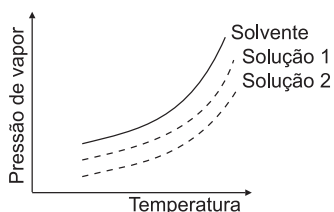
Depois de algum tempo, mantendo-se constante a temperatura, deve-se verificar:

- a) Aumento de volume de II e diminuição do volume de I.
 - b) Aumento de volume de I e diminuição do volume de II.
 - c) Diminuição de volume de ambas as soluções.
 - d) Aumento de volume de I e aumento de volume de II.
 - e) Não se alterará, pois a temperatura é constante.
07. Os recipientes I e II contém água à mesma temperatura. Os manômetros acusam igual pressão de vapor (P).



Esse resultado permite concluir que, nos dois recipientes, devem ser iguais.

- a) As massas de vapor d'água.
 - b) As massas de água líquida.
 - c) As relações massa de vapor d'água/massa de água líquida.
 - d) Os números de moléculas de vapor d'água.
 - e) As concentrações do vapor d'água.
08. No gráfico seguinte, as linhas pontilhadas referem-se a duas soluções com diferentes concentrações de um mesmo soluto em mesmo solvente.



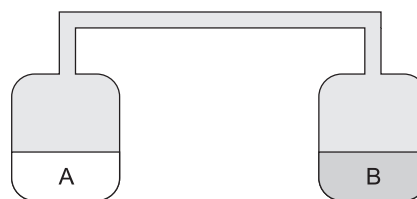
Neste gráfico:

- 01) A solução 2 é a mais concentrada.
- 02) À mesma temperatura é o solvente puro que possui a menor pressão de vapor.

- 04) À mesma pressão, as duas soluções começam a ferver à mesma temperatura.
- 08) A solução é menos concentrada que a solução 2.
- 16) À mesma pressão, a solução 2 ferve em temperatura mais alta.



09. Em dois frascos, ligados conforme o esquema abaixo, e inteiramente mergulhados num banho à temperatura constante, colocam-se, respectivamente: no frasco A, uma solução 1 M de sacarose em água, e no frasco B, uma solução 2 M de sacarose em água, ambas no mesmo nível inicial. Com o passar do tempo, observar-se-á que:



- a) O nível de A sobe e o de B baixa.
 - b) O nível de A baixa e o nível de B sobre.
 - c) Ambos os níveis sobem.
 - d) Ambos os níveis descem.
 - e) Os níveis permanecem inalterados.
10. A pressão de vapor-d'água pura é 23,76 mmHg. A pressão de vapor de uma solução contendo 5,40 g de uma substância não-volátil em 90g de água é 23,32 mmHg. Nestas condições, o peso molecular do soluto é aproximadamente:
- a) 30
 - b) 40
 - c) 50
 - d) 60
 - e) nada disso


Aula 20

11. Um líquido entra em ebulição quando:

- a) Passa da fase líquida para a fase gasosa.
- b) Sua pressão de vapor é maior do que a pressão externa.
- c) Sua pressão de vapor se iguala à pressão externa.
- d) Sua temperatura é maior do que a do ambiente.
- e) Sua temperatura é a mesma que a do ambiente.

Aula 21

- a) O abaixamento absoluto da pressão de vapor do líquido A é maior do que o abaixamento absoluto da pressão de vapor do líquido B nas respectivas soluções, à mesma temperatura.
- b) O abaixamento absoluto da pressão de vapor do líquido B nas respectivas soluções, à mesma temperatura.
- c) A pressão não influi na temperatura de ebulição dos líquidos A e B.
- d) A elevação da temperatura de ebulição do líquido A como solvente é igual à elevação da temperatura de ebulição do líquido B como solvente nas respectivas soluções.
- e) A elevação da temperatura de ebulição do líquido A como solvente é maior do que a elevação da temperatura de ebulição do líquido B como solvente nas respectivas soluções.
18. Em cinco frascos contendo a mesma quantidade de água são adicionados, separadamente, 0,1 mol de sacarose, frutose, iodeto de sódio, iodeto de potássio e iodeto de magnésio. Qual das soluções obtidas tem maior temperatura de ebulição?
- a) sacarose
b) frutose
c) iodeto de sódio
d) iodeto de potássio
e) iodeto de magnésio
19. Uma solução aquosa de glicose apresenta concentração 0,50 molal. Calcular a elevação do ponto de ebulição da água em °C.
Dado: Constante ebulioscópica molal da água = $0,52^\circ \text{C/molal}$.
- a) 5,2
b) 2,6
c) 0,52
d) 0,26
e) 0,13
20. (MACK-SP) 12,0g de uma substância X, dissolvida em 50 g de água, sob pressão normal, entra em ebulição a 100, 12°C. A massa molecular de X é:
- Dado:
constante ebulioscópica da água = $0,52^\circ \text{C} \cdot \text{molal}^{-1} \cdot \text{kg}$
- a) 52
b) 104
c) 41,6
d) 12,47
e) 24
21. O abaixamento do ponto de congelamento numa solução aquosa 0,02 molal, de um soluto não-iônico é aproximadamente: (para a água: $K_c = 1,86^\circ\text{C}$)
- a) $0,0186^\circ\text{C}$
b) $0,0372^\circ\text{C}$
c) $0,186^\circ\text{C}$
d) $0,372^\circ\text{C}$
e) $1,86^\circ\text{C}$
22. Sabendo-se que o K_c da água vale 1,8, qual a molalidade de uma solução de uréia que congela a $-2,0^\circ\text{C}$?
- a) 1,1
b) 0,6
c) 0,3
d) 0,1
e) 0,05
23. Uma solução é preparada pela dissolução de 1 g de etilenoglicol, $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}_2$, em 200 g de água. Sabendo-se que a constante criométrica da água é $1,86^\circ\text{C}$ e a temperatura de congelamento da água é 0°C , então a temperatura de congelamento da solução é:
- Dado: massa molar do $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}_2 = 62 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.
- a) $-0,15^\circ\text{C}$
b) $-0,6^\circ\text{C}$
c) $+0,15^\circ\text{C}$
d) $+0,4^\circ\text{C}$
e) $-0,4^\circ\text{C}$
24. O abaixamento do ponto de congelamento de uma solução molecular aquosa é igual a $1,86^\circ\text{C}$ quando a solução contiver:
(Dado: $K_c = 186^\circ\text{C}$)
- a) 1 mol de sal para 1000 g de água.
b) O número de avogadro de partículas de soluto não-volátil por 1000 g de água.
c) 1 mol de soluto não-volátil por 1000 ml de solução
d) 1 equivalente-grama de soluto não-volátil por 1000 ml de solução.
e) 1 mol de soluto não-volátil por 1000 g de água.
25. Um polímero de fórmula geral $(\text{C}_2\text{H}_4)_n$ abaixou o ponto de congelamento do benzeno de $0,36^\circ\text{C}$, quando 1,0g do mesmo foi dissolvido em 5,0g de benzeno. ($K_{\text{benzeno}} = 5,04^\circ\text{C} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{kg}$). O valor de n na fórmula acima será:
- a) 500
b) 250
c) 200
d) 100
e) 50

34. Uma das formas de dessalinização da água do mar é o processo osmótico que se baseia no fato de que:
- A água pura tem pressão osmótica menor do que a água do mar.
 - A água pura tem pressão osmótica maior do que a do mar.
 - A água pura tem pressão osmótica igual à da água do mar.
 - A água pura tem pressão máxima de vapor menor do que a água do mar.
 - A água pura tem pressão máxima de vapor igual à da água do mar.
35. As soluções isotônicas possuem:
- A mesma pressão osmótica.
 - A mesma tensão superficial.
 - O mesmo grau de ionização.
 - A mesma densidade.
 - A mesma pressão de vapor.
36. Uma salada de alface foi temperada com solução de vinagre e sal. Após um certo tempo, as folhas de alface murcharam. A esse fenômeno chamamos de:
- dispersão
 - tonometria
 - ebuliometria
 - crioscopia
 - osmose
37. Na desidratação infantil aconselha-se a administração de soro fisiológico para reequilibrar o organismo. Quando injetado nas veias, esse soro deve:
- Ser isotônico em relação ao sangue.
 - Ser hipertônico em relação ao sangue.
 - Ser hipotônico em relação ao sangue.
 - Ter pressão osmótica maior do que a do sangue.
 - Ter pressão osmótica menor do que do sangue.
38. Quando ganhamos flores, se quisermos que elas durem mais tempo, devemos mergulhá-las dentro da água e cortarmos, em seguida, a ponta da sua haste. Esse procedimento é feito com o objetivo de garantir a continuidade da condução da seiva bruta. Tal fenômeno ocorre graças à diferença de osmolaridade entre a planta e o meio onde ela está, que são, respectivamente:
- hipotônica e isotônico
 - isotônica e hipotônico
 - hipertônica e isotônico
 - hipertônica e hipertônico
 - hipertônica e hipotônica
39. Adicionando em água células animais, como os glóbulos vermelhos, observa-se que elas incham até arrebentarem. Esse fenômeno pode ser explicado pela:
- Migração de íons de dentro da célula para a água pura a fim de igualar as temperaturas de ebulição da solução celular e água pura.
 - Passagem de moléculas da água para dentro da célula a fim de aumentar a pressão da solução celular.
 - Diminuição da temperatura de congelamento da água pura devido à adição de um soluto volátil.
 - Migração de íons da solução celular para a água pura pois a temperatura de ebulição da solução é menor do que a da água pura.
 - Passagem de moléculas da água para dentro da célula devido à diferença de pressão osmótica no interior e exterior da membrana celular.
40. Sabe-se que por osmose o solvente de uma solução mais diluída atravessa uma membrana semi-permeável em direção da solução mais concentrada. Sabe-se, também, que um peixe de água doce é hipertônico em relação à água do rio e hipotônico em relação à água do mar. Se um peixe de água doce for colocado na água do mar, ele:
- Morre porque entra água do mar no seu corpo.
 - Morre porque sai água do seu corpo.
 - Morre porque entra sal no seu corpo.
 - Morre porque sai sal do seu corpo.
 - Sobrevive normalmente.
41. Ao colocar-se uma célula vegetal normal numa solução salina concentrada, observar-se-á que ela começará a “enrugar” e a “murchar”. Sobre esse fenômeno, é correto afirmar.
- 01) A célula vegetal encontra-se num meio hipotônico em relação à sua própria concentração salina.
 - 02) Há uma diferença de pressão, dita osmótica, entre a solução celular e a solução salina do meio.
 - 04) Há um fluxo de solvente do interior da célula para a solução salina do meio.
 - 08) Quanto maior for a concentração da solução salina externa, menor será o fluxo de solvente da célula para o meio.
 - 16) O fluxo de solvente ocorre através de membrana semi-permeáveis.
- 
42. Uma solução aquosa, contendo 10 gramas de amido por litro, tem pressão osmótica igual à 10 mm Hg a 27°C. Considerando que as partículas do amido não são todas iguais entre si, podemos concluir que a massa molecular média é aproximadamente igual a:
- 0,0123
 - 12,3
 - 18,6
 - 12.300
 - 18.690

50. A constante tonométrica molar é:
- Característica do solvente.
 - Independente do soluto molecular.
 - Numericamente igual a um milésimo do mol do solvente.
 - Igual ao $\Delta p/p_0$ verificado numa solução molar.
 - Todas as respostas estão corretas.

51. O cozimento dos alimentos, em água, é mais rápido numa panela de pressão do que numa panela comum porque, na primeira:

- É atingida uma temperatura mais elevada.
- A ebulição é atingida mais rapidamente.
- Expulsa-se o ar do ambiente.
- O alimento fica também em contato com os vapores de água.
- Evita-se a perda do "cheiro característico" do alimento.

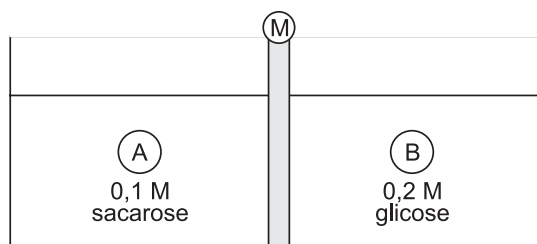
52. À pressão atmosférica de 760 mmHg, um líquido ferve à temperatura de 200° C. Nessa temperatura, a pressão de vapor do líquido é:

- (760 + 200) mmHg
- (760 - 200) mmHg
- (760 / 200) mmHg
- 760 mmHg
- 200 mmHg

53. Colocam-se ameixas pretas, separadamente, em água pura e em uma solução concentrada de sacarose. Lembrando que a pele dessa fruta funciona como membrana semi-permeável e supondo que dentro de ameixa os açúcares existentes formem uma solução diluída, pode-se prever que:

- Nos dois casos elas aumentam de volume.
- Nos dois casos elas diminuem de volume.
- Em água aumentam de volume e em solução de sacarose se contraem.
- Em água se contraem e em solução de sacarose aumentam de volume.
- É impossível fazer as previsões acima.

54. No esquema abaixo, estão representadas duas soluções aquosas cujas concentrações e solutos estão nele indicados. Ambas as soluções estão separadas por uma membrana semipermeável M e encontram-se na mesma temperatura. Ao se atingir o equilíbrio, o nível do líquido fica:



- Mais alto em B, pois a solução B tem maior pressão osmótica.
- Mais alto em A, pois a solução A tem maior pressão osmótica.
- O mesmo em A e B, pois ambas as soluções têm mesma pressão osmótica.
- Mais alto em B, pois a solução A tem menor pressão osmótica.
- Mais baixo em A, pois a solução B tem maior pressão osmótica.
- Mais baixo em A pois haverá passagem de solvente do meio hipotônico (A) para o meio hipertônico (B).



55. Uma solução aquosa 2 M de glicose separada por uma membrana semi-permeável de outra solução 0,2 M de glicose:

- não se altera
- precipita
- vai se diluindo
- vai se concentrando
- apresenta turvação

56. As hemácias do sangue, ao serem colocadas em certas soluções, começam a intumescer e acabam por arrebentar. A melhor explicação para tal fenômeno é que:

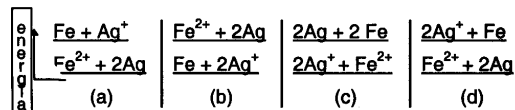
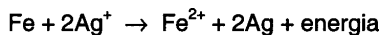
- Ocorre um processo de difusão através da membrana celular, sendo que a solução deve ter menor pressão osmótica que a do interior da hemácia.
- Ocorre um processo de passagem de água para o interior da hemácia através da membrana celular, devido à pressão osmótica interior ser maior que a da solução.
- Há íons na solução que tendem a repelir a água, a qual penetra na hemácia.
- Ocorre um processo de difusão através da membrana celular, no sentido de aumentar a pressão osmótica do interior da hemácia.
- A difusão da água pela parede celular independe da pressão osmótica, mas é relacionada somente à existência da água na solução.

66. Dadas as seguintes soluções aquosas:
- $2 \cdot 10^{-2}$ M de $C_{12}H_{22}O_{11}$
 - $2 \cdot 10^{-2}$ M de HCl
 - $2 \cdot 10^{-2}$ M de $C_6H_{12}O_6$
 - $2 \cdot 10^{-2}$ M de KNO_3
 - $2 \cdot 10^{-2}$ M de $(NH_4)_2SO_4$
- Qual apresenta a menor pressão máxima de vapor?
- I
 - II
 - III
 - IV
 - V
67. Em países onde invernos são rigorosos coloca-se sobre o leito de ruas consideradas prioritárias ao trânsito uma mistura de sal, NaCl, cloreto de cálcio, $CaCl_2$, e areia para diminuir os riscos de derrapagens dos veículos durante os períodos de nevascas. Cada um desses produtos tem uma função definida, que associadas são muito eficientes. Indique a afirmação correta:
- O sal abaixa o ponto de congelamento da água, o cloreto de cálcio, quando se dissolve, absorve calor e a areia aumenta a aderência dos pneus ao solo.
 - O sal eleva o ponto de congelamento da água, o cloreto de cálcio, quando se dissolve, absorve calor e a areia aumenta a aderência dos pneus ao solo.
 - O sal abaixa o ponto de congelamento da água, o cloreto de cálcio, quando se dissolve, libera calor e a areia aumenta a aderência dos pneus ao solo.
 - O sal abaixa o ponto de congelamento da água, o cloreto de cálcio dissolve-se através de uma reação endotérmica e a areia aumenta a aderência dos pneus ao solo.
 - O sal eleva o ponto de congelamento da água, o cloreto de cálcio dissolve-se através de uma reação endotérmica e a areia aumenta a aderência dos pneus ao solo.
68. Para que uma solução aquosa de glicose tenha, em relação à água, mesma pressão osmótica que a solução salina fisiológica (solução aquosa 0,15 M de NaCl), sua concentração deve ser.
- 0,075 M
 - 0,15 M
 - 0,30 M
 - 0,45 M
 - 0,60 M
69. À mesma temperatura, a solução que apresentará a mesma pressão osmótica que uma solução 0,1 M de $BaCl_2$ ($\alpha = 100\%$) será:
- NaCl 0,3 M
 - glicose 0,3 M
 - uréia 0,9 M
 - sacarose 0,01 M
 - glicose 0,033 M
70. Considere as duas soluções aquosas seguintes ambas na mesma temperatura.
- Solução I: contém 1,0 milimol de glicose e 2,0 milimols de cloreto de cálcio, $CaCl_2$, por quilograma de água.
- Solução II: contém apenas sulfato férrico dissolvido em água.
- Supondo soluções ideais e eletrólise completamente dissociadas, as duas soluções terão os mesmos valores para suas propriedades coligativas se a solução II contiver, por quilograma de água, a seguinte quantidade de $Fe_2(SO_4)_3$:
- 6,0/5 milimols
 - 3,0/1 milimols
 - 4,0 . 5 milimols
 - 7,0/5 milimols
 - 5,0 . 7 milimols
71. À mesma temperatura, qual das soluções aquosas indicadas abaixo tem maior pressão de vapor?
- solução 0,01 mol/L de hidróxido de potássio
 - solução 0,01 mol/L de cloreto de cálcio
 - solução 0,1 mol/L de cloreto de sódio
 - solução 0,1 mol/L de sacarose
 - solução 0,2 mol/L de glicose
72. Comparando-se os pontos de congelamento de três soluções aquosas diluídas de KNO_3 , $MgSO_4$ e $Cr(NO_3)_3$, de mesma concentração em mol/L, verifica-se que:
- As três soluções têm o mesmo ponto de congelamento.
 - Os pontos de congelamento decrescem na seguinte ordem: $KNO_3 < MgSO_4 < Cr(NO_3)_3$.
 - A solução $Cr(NO_3)_3$ tem ponto de congelamento mais baixo que as soluções dos outros dois sais.
 - O ponto de congelamento de cada solução depende de seu volume.
 - As três soluções têm pontos de congelamento maiores que o da água.
73. Qual das soluções aquosas abaixo ferve à temperatura mais elevada?
- glicose 2 mol/L
 - cloreto de sódio 1 mol/L
 - sacarose 2 mol/L
 - carbonato de sódio 1 mol/L
 - uréia 90 g/L (massa molar = 60 g/mol)
74. A uma temperatura, possui a menor pressão de vapor a solução aquosa:
- 0,1 mol/L de sacarose
 - 0,2 mol/L de sacarose
 - 0,1 mol/L de ácido clorídrico
 - 0,2 mol/L de ácido clorídrico
 - 0,1 mol/L de hidróxido de sódio

Pode-se afirmar que o reagente tem maior energia do que o produto somente em:

- 1
- 2
- 3
- 1 e 2
- 1 e 3

85. Escolha, entre os diagramas abaixo, aquele compatível com a equação:



86. (F.C. Chagas-BA) A queima completa do carbono é uma reação exotérmica. Assim, considerando-se as energias (E) armazenadas nos reagentes e produto, pode-se afirmar que:

- $E_c = E_{O_2} = E_{CO_2}$
- $E_c = E_{O_2} = E_{CO_2}$
- $E_c = E_{O_2} > E_{CO_2}$
- $E_c + E_{O_2} < E_{CO_2}$
- $E_c + E_{O_2} + E_{CO_2} = 0$

87. (UEL) Energia elétrica para abastecer cidades pode ser obtida a partir de reações de:

- fissão nuclear
- combustão
- polimerização

Dessas afirmações, APENAS:

- I é correta
- II é correta
- III é correta
- I e II são corretas
- II e III são corretas

Aula 26

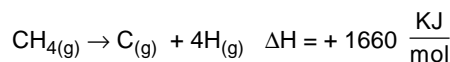
88. Dadas as reações abaixo:



Pode-se afirmar que:

- $\Delta H_1 > \Delta H_2 > \Delta H_3$
- $\Delta H_1 + \Delta H_2 = \Delta H_3$
- $\Delta H_1 < \Delta H_2 < \Delta H_3$
- $\Delta H_2 + \Delta H_3 = \Delta H_1$
- $\Delta H_1 = \Delta H_2 = \Delta H_3$

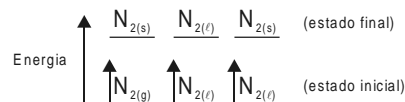
89. A equação termoquímica



indica reação:

- Exotérmica à pressão constante.
- Exotérmica à temperatura constante.
- Exotérmica a volume constante.
- Endotérmica à pressão constante.
- Endotérmica a volume constante.

90. No diagrama abaixo, estão representadas três transformações, designadas por I, II e III.



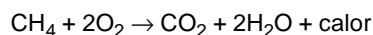
Destas transformações, apenas:

- I está corretamente representada.
- II está corretamente representada.
- III está corretamente representada.
- I e II estão corretamente representadas.
- II e III estão corretamente representadas.

91. Considerando-se $\text{Hg}(\text{s})$, $\text{Hg}(\ell)$, e $\text{Hg}(\text{g})$, a entropia S corresponde (grau de desordem) dos três estados de agregação do mercúrio pode ser representado pela seguinte seqüência:

- $\text{Hg}(\text{s}) > \text{Hg}(\ell) > \text{Hg}(\text{g})$
- $\text{Hg}(\text{g}) > \text{Hg}(\ell) > \text{Hg}(\ell)$
- $\text{Hg}(\text{s}) = \text{Hg}(\ell) = \text{Hg}(\text{g})$
- $\text{Hg}(\text{g}) > \text{Hg}(\text{s}) > \text{Hg}(\ell)$
- $\text{Hg}(\ell) > \text{Hg}(\text{s}) > \text{Hg}(\text{g})$

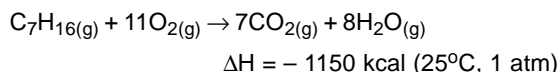
92. Admitindo que a reação:



se complete no sentido indicado, escolha a única afirmação FALSA a ela relacionada:

- Há menos energia armazenada nos produtos do que nos reagentes.
- Comparados à mesma temperatura, reagentes e produtos apresentam igual número de moléculas.
- A energia liberada depende da massa de reagentes que foram inicialmente misturados.
- A quantidade de calor liberada independe do estado físico dos produtos.
- O ΔH da reação é negativo.

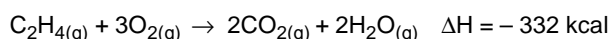
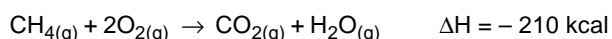
103. Dada a equação termoquímica:



Podemos afirmar que, na combustão completa de 200 g de heptano (C_7H_{16}), a quantidade de calor libertado, em kcal, é:

- 575.
- 1150.
- 2300.
- 23000.
- 11500.

104. As equações abaixo representam combustão do metano (CH_4) e do etileno (C_2H_4), respectivamente:



Para se obter a mesma quantidade de calor libertado na combustão de 28,0 g de etileno, devemos queimar:

- 1,58 moles de metano.
- 28,0 g de metano.
- 1,58 g de metano.
- 16,0 g de metano.
- 36g de metano.

105. (F.C. Chagas-BA) Com base nos seguintes dados:



pode-se afirmar que a produção de 96g de ozônio a partir do oxigênio atmosférico.

- libera 70 kJ
- consome 70 kJ
- libera 140 kJ
- consome 280 kJ
- libera 280 kJ

106. (Fuvest-SP) A oxidação de açúcares no corpo humano produz ao redor de 4,0 kcal/g de açúcar oxidado. A oxidação de um décimo de mol de glicose ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) vai produzir aproximadamente: (Dados: Massas atômicas: H = 1,0; C = 12; O = 16)

- 40 kcal
- 50 kcal
- 60 kcal
- 70 kcal
- 80 kcal

107. (Fatec-SP) O calor molar de combustão do metanol CH_3OH é 170,9 kcal/mol e sua densidade a 25° C é $d = 0,7866 \text{ g/cm}^3$. Se queirmos 50 L de metanol produziremos.
(Dados: Massa molar do metanol = 32 g/mol).

- 8.545,0 kcal
- 6.716,4 kcal
- 13.432,8 kcal
- 210.046,8 kcal
- 105.023,4 kcal

Gabarito

01.	B	02.	A	03.	B	04.	D
05.	35	06.	A	07.	E	08.	25
09.	A	10.	D	11.	C	12.	B
13.	C	14.	11	15.	A	16.	B
17.	D	18.	E	19.	D	20.	B
21.	B	22.	A	23.	A	24.	B
25.	D	26.	D	27.	E	28.	*
29.	C	30.	A	31.	B	32.	B
33.	B	34.	A	35.	A	36.	E
37.	A	38.	E	39.	E	40.	B
41.	22	42.	E	43.	E	44.	C
45.	B	46.	C	47.	A	48.	27
49.	07	50.	E	51.	A	52.	D
53.	C	54.	33	55.	C	56.	B
57.	07	58.	D	59.	D	60.	C
61.	D	62.	D	63.	A	64.	E
65.	C	66.	E	67.	D	68.	C
69.	B	70.	D	71.	A	72.	C
73.	D	74.	D	75.	B	76.	E
77.	D	78.	A	79.	B	80.	B
81.	C	82.	B	83.	B	84.	B
85.	D	86.	C	87.	D	88.	C
89.	D	90.	B	91.	B	92.	D
93.	A	94.	D	95.	B	96.	C
97.	A	98.	A	99.	C	100.	C
101.	C	102.	D	103.	C	104.	A
105.	D	106.	D	107.	D		

* 28) a) 256 b) 8